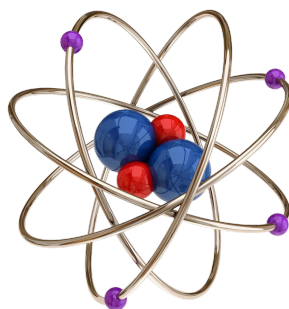


## Estructura atómica y tabla periódica

### Átomos y partículas

Todos los objetos en el universo están compuestos por átomos. Estos átomos están compuestos por 3 partículas distintas: el electrón, que tiene carga negativa y vuela alrededor del núcleo; el protón, que tiene carga positiva y se mantiene estático en el núcleo; y el neutrón, que tiene carga neutra y también permanece en el núcleo junto al protón.



Cómo cada elemento tiene su distinto átomo, estos tienen distintas características, cómo el número atómico. Este número representa el número de protones que hay en el núcleo, y se usa para determinar de qué elemento se está hablando. En la química este número se representa con una Z. Este número coincide con el número de los electrones (por eso se dice que los átomos generalmente poseen carga neutra).

Aparte de esto, podemos nombrar al número másico, que se utiliza para representar al peso del átomo. Este número consiste en sumar el peso de los protones y el de los neutrones (ya que los electrones se encuentran dispersos y casi no tienen peso), y se representa con una A.

Dicho esto, podemos nombrar a los distintos elementos de la siguiente manera (siendo X el elemento en cuestión):



### Isótopos

Dos átomos pueden tener igual número atómico (representar al mismo elemento) pero distinto número másico. Cuando esto sucede a estos átomos se los llama isótopos.

Por ejemplo:

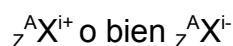
Símbolo	${}_1^1\text{H}$	${}_1^2\text{H}$	${}_1^3\text{H}$
Nombre	Hidrógeno	Deuterio	Tritio
Nº de protones	1	1	1
Nº de neutrones	0	1	2
Nº de electrones	1	1	1

## Iones

Los iones son átomos que gracias a la pérdida o ganancia de electrones en su composición se encuentran positiva o negativamente cargados, respectivamente. Los iones con carga positiva se llaman *cationes*, y a los de carga negativa en cambio se les llama *aniones*. Se podría describir de la siguiente manera:

<b>Átomos</b>	nº de protones = nº de electrones
<b>Cationes</b>	nº de protones > nº de electrones
<b>Aniones</b>	nº de protones < nº de electrones

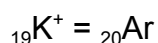
Cuando se quiere hablar de un ion, se lo hace de la misma manera, cambiando *i* por la cantidad de electrones que el átomo tiene de más (o de menos), y agregando un símbolo para identificar.



Si no se especifica la *i*, se determina que es un 1.

## Especies isoelectrónicas

Estos son átomos que poseen la misma cantidad de electrones, básicamente. Por ejemplo:



Este catión de Potasio y el elemento Argón son isoelectrónicos.

## Estructura electrónica de los átomos

### Modelo de Bohr

Bohr fue un científico muy reconocido que, estudiando el Hidrógeno, descubrió que los electrones de los átomos se mueven en base a unas órbitas en torno al núcleo. Estas órbitas son distancias precisas en las que el electrón no emite ni recibe energía. Estas se dividen en niveles, siendo siempre números enteros, y cuanto mayor es la distancia entre el núcleo y la órbita, mayor es el nivel de energía.

También descubrió que los electrones pueden cambiar de órbita cuando estos son afectados por fuerzas externas (cómo luz o calor), haciendo que los átomos pasen a un estado de excitación.

Estas teorías fueron muy importantes en la historia de la ciencia, pero Bohr sólo demostró esto en base al átomo de Hidrógeno.

### Modelo orbital

En el modelo actual de la composición de átomos, gracias al principio de incertidumbre de Heisenberg, no se habla de posiciones exactas u órbitas precisas. Sino más bien de la posibilidad de encontrar un electrón en cierta zona del espacio. A esa zona se la conoce cómo *orbital*.

Schrödinger, otro famoso científico, descubrió una fórmula matemática muy compleja para determinar el comportamiento y la energía del electrón.

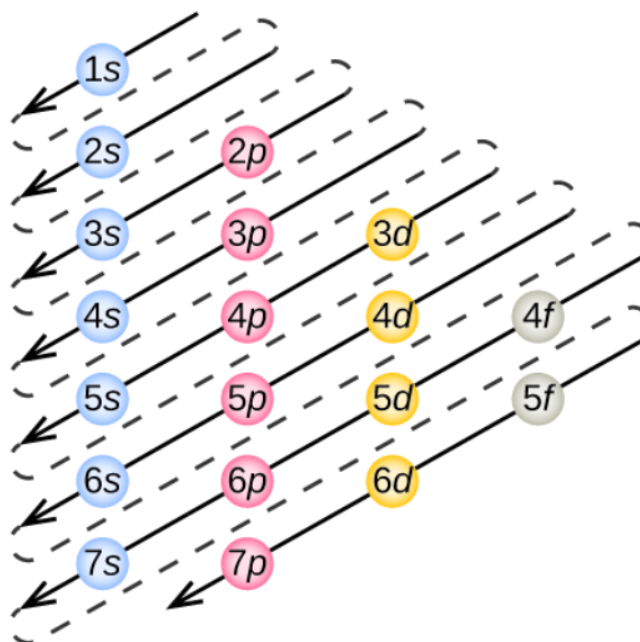
Se establece entonces que existen unas nubes de carga, en las que existe la posibilidad de que se halle la posición del electrón en cuestión. Estas nubes se dividen en niveles y subniveles, ordenando en números y letras respectivamente.

Los niveles van del 1 al 7, y los subniveles, en cambio, se identifican con 4 letras: s, d, p y f. Siendo s el más débil y f el más fuerte. Los niveles determinan la energía y el tamaño del átomo, y los subniveles nos cuentan la forma del mismo.

Los subniveles son los que pueden poseer cierta cantidad de electrones, distribuyéndose de la siguiente manera:

Subnivel de CE	Nº máximo de electrones
s	2
d	6
p	10
f	14

Una manera fácil y rápida de recordar y determinar la configuración electrónica de cada átomo, es siguiendo la Regla de las Diagonales, que consiste en escribir la tabla de niveles y subniveles siguiendo unas líneas paralelas.



### **Configuración Electrónica Externa**

Aparte de esto, también existe la CEE (configuración electrónica externa), la cual es la distribución de los orbitales que podrían intervenir en uniones químicas. Para

determinarlo se utilizan los últimos dos orbitales, excepto cuando se trata de subniveles *d* o *f*, y se encuentran completos.

## La tabla periódica

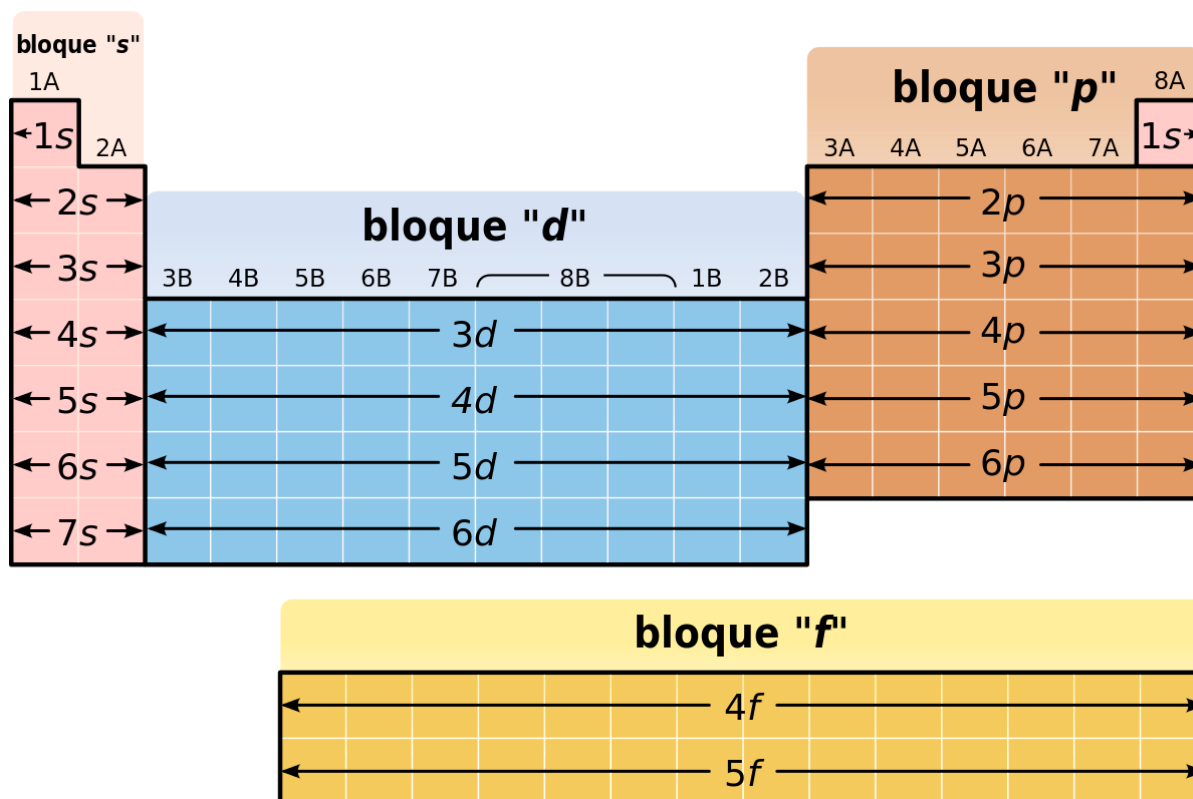
### Distribución de la tabla periódica

La tabla periódica es una tabla donde se muestran los distintos elementos que podemos encontrar en la naturaleza, aparte de datos e información de los mismos. Esta tabla distribuye los elementos en base a su número atómico, cómo mencionamos antes. A su vez, la tabla se divide en varios grupos.

Las filas se llaman periodos, existen 7 en total, y dividen la tabla en base a la cantidad de electrones de los elementos.

Las columnas, en cambio, separan la tabla en 18 grupos o *familias* de elementos que poseen características similares.

También se puede separar la tabla teniendo en cuenta la configuración electrónica de los elementos, quedándonos la siguiente distribución:



Los elementos del bloque *s* y el *p* se les llama elementos representativos. Los elementos dentro del grupo de la *d*, en cambio, se les llama elementos de transición. Los elementos del grupo *f*, por último, se les conoce cómo elementos de transición interna.

Los elementos que comparten el mismo grupo, generalmente, poseen un CEE igual, ya que comparten propiedades químicas o pueden formar cationes divalentes.

También pueden separarse en grupos referentes a los estados de agregación de la materia, separándolos en tres: metales, no metales y gases inertes.

Los metales suelen estar en estado sólido a temperatura ambiente, y a su vez, generalmente, son buenos conductores del calor y la electricidad. Los no metales, en cambio, son malos conductores, y a temperatura ambiente pueden estar en los tres estados conocidos. Los gases inertes, por último, se caracterizan por estar en estado gaseoso a temperatura ambiente, aparte de tener una muy baja (o nula, a veces) actividad química.

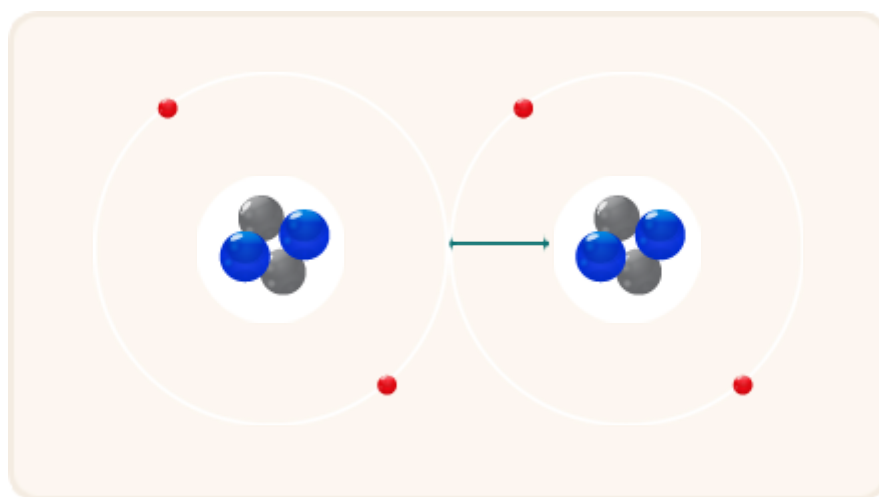
### **Iones más frecuentes de los elementos representativos**

La mayoría de átomos suelen obtener la misma configuración electrónica externa que el gas noble más cercano a ellos.

## **Propiedades periódicas**

### **Radio atómico**

Este es el radio desde el punto más lejano del átomo, hasta su núcleo. Como es demasiado difícil medir con precisión el punto más lejano del átomo, se utiliza una regla algo específica para medirlo. Se utilizan 2 átomos del mismo elemento en estado sólido, y se juntan. Los núcleos de los átomos son mucho más fáciles de medir que los electrones, por lo que se usa la distancia entre los núcleos y se divide entre dos.



Si se observan los grupos de la tabla periódica, el radio atómico va en aumento a medida que el número atómico aumenta. Contrariamente a esto, si se analizan los períodos, el radio atómico disminuye mientras mayor sea el número atómico. Esto se debe a la gran carga nuclear, que mantiene atraídos a los electrones.

Aparte de esto, también existe el radio iónico. Los radios iónicos son los radios de los cationes y los aniones de los distintos elementos. Si seguimos la lógica de que el núcleo más fuerte atrae a más electrones hacia él, podemos deducir cuál es mayor a cuál. Un catión (átomo con mayor carga positiva) va a poseer un radio atómico

menor que el átomo neutro, y esto se debe a que posee menos electrones, por lo que el núcleo debería atraer a menos partículas hacia él. Con un anión, pasa lo contrario, el núcleo se vuelve más débil y los electrones son más, por lo que el radio aumenta.

### **Energía de la ionización**

Esta energía es la mínima necesaria para poder “sacar” los electrones de un átomo neutro, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental (es decir, que todas sus órbitas están completas y sin saltar). Cómo pueden pensar, cada átomo tiene una energía diferente, por lo que se utiliza una fórmula para averiguar ese dato.

Los átomos con una baja energía de la ionización, son más propensos a formar cationes fácilmente, y pasa lo contrario con los átomos con una alta energía.

### **Electronegatividad**

La electronegatividad es la fuerza que tiene un átomo para atraer electrones ajenos hacia su propio núcleo. De alguna manera, está relacionada con la energía de la ionización, y son proporcionales. Es decir, si un átomo posee alta energía de la ionización (sus electrones están muy arraigados al núcleo), va a poseer alta electronegatividad (va a atraer también a otros electrones).